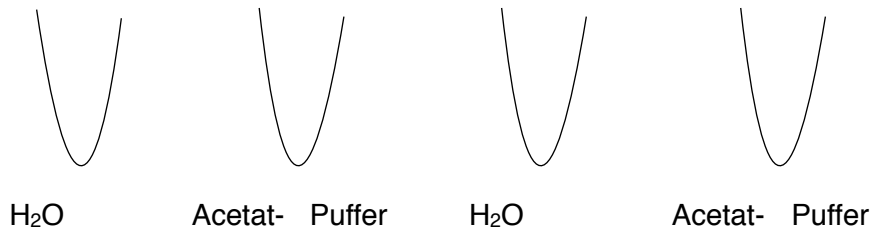


2.8 „Chemische Stoßdämpfer“ Puffersysteme

V: pH- Messung eines Gemisches aus HAc^-/Ac^- nach Säure- bzw Basen Zugabe; $n(\text{NaAc}) = n(\text{HAc}) \rightarrow$ Acetat-Puffer.



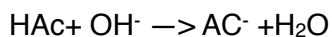
Die ersten beiden wird HCl. In den zweiten NaOH gegeben.

B: pH-Änderung bei den Pufferlösungen geringer als in reinem Wasser.

E: Säurezugabe $\text{Ac}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{HAc} + \text{H}_2\text{O}$

Pufferung von H_3O^+ durch Bildung von HAc

Basenzugabe



Pufferung von OH^- durch HAc^- Lösung

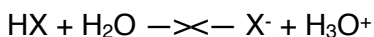
Puffergleichung - Gleichgewicht $\text{HAc} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ac}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Ein Puffer ist eine Mischung aus einer schwachen Säure/Base und ihrer Korrespondierenden Base/Säure.

Pufferlösung können bei Säuren oder Basenzugabe pH-Änderungen in einem bestimmten Bereich ausgleichen

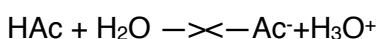
-Puffer enthalten ein korrespondierendes Säuren-Base Paare schwacher Säuren/Basen in gleicher Konzentration

\leftarrow Säure Zugabe H_3O^+



\rightarrow OH^- Basezugabe

Den pH-Wert einer Pufferlösung



$$K_s = \frac{c(\text{Ac}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HAc})}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = K_s \frac{c(\text{HAc})}{c(\text{Ac}^-)} \quad \text{Puffer } c(\text{HAc})/c(\text{Ac}^-)$$

$$\text{pH} = \text{p}K_s$$

$$\text{Acetatpuffer } \text{pH} = \text{p}K_s = 4,75$$

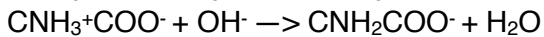
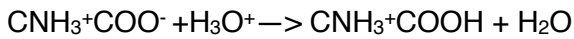
Mittwoch, 21. Januar 2015

Der PH-Wert einer Pufferlösung entspricht ungefähr dem pKs-Wert der schwachen Säure des Puffersystems.

Allgemeine Puffer-Gleichung HENDERSON-HASSELBACHGLEICHUNG

$$\text{pH} = \text{pKs} - \frac{c(\text{HA})}{c(\text{A}^-)} \text{ oder } \text{pH} = \text{pKs} + \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Arginin-Puffer (Blutproteine, Aminosäure)



Puffer im Boden

organische und anorganische Verbindungen, die „H⁺“ aufnehmen können und damit einen saueren Eintrag abschwächen.

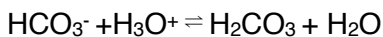
-Kohle-Carbonat-Puffer (pH 6,2- 8,4 neutral)

-H₂CO₃-Silikat-Puffer (pH 5,0- 6,2 „schwach sauer“)

-Kationen-Austauscher (pH 4,2- 5,0)

-Aluminium-Pufferbereich (pH 3- 4,2)

„Kalkreiche Böden sind reich an CO₃²⁻ und HCO₃⁻ - Ionen



Beispielrechnungen

Donnerstag, 22. Januar 2015

1 ml c₀(HCl)=1 mol/l und zu folgenden Lösungen gegeben:

a) zu 0,1 l dest H₂O pH=7

b) zu 0,1 l Essigsäure-Acetat-Pufferlösung mit c₀(HAc)=c₀(Ac⁻)= 0,1 mol/l (=> pH=pKs=4,75)

Wie ändert sich der pH-Wert

c= n/V Zur Vereinfachung, V(HCl) vernachlässigbar pH= -log c₀(HCl)

$$n(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/l} \cdot 0,001 \text{ l} = 0,001 \text{ mol}$$

$$c(\text{HCl}) = 0,001 \text{ mol} / 0,1 \text{ l} = 0,01 \text{ mol/l}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log 0,01 = 2$$

$$\Delta 7-2 = 5$$

$$\text{b) pH} = 4,75 + \log \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

$$\text{Stoffmenge vor der Reaktion } n(\text{Ac}^-) = 0,1 \text{ mol/l} + 0,01 \text{ mol}$$

$$n(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol/l} + 0,01 \text{ mol}$$

Annahme: Alle H₃O⁺ der Salzsäure reagieren mit den Ac⁻-Ionen zu HAc

Stoffmenge der Konzentration nach der Reaktion

$$n(\text{Ac}^-) = 0,01 \text{ mol} - 0,001 \text{ mol} = 0,009 \text{ mol}$$

$$n(\text{HAc}) = 0,01 \text{ mol} + 0,001 \text{ mol} = 0,011 \text{ mol}$$

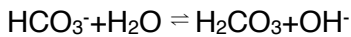
$$n(\text{Ac}^-) = 0,009 \text{ mol} = 0,09 \text{ mol/l}$$

$$n(\text{HAc}) = 0,011 \text{ mol} = 0,11 \text{ mol/l}$$

$$\Delta \text{pH} = 4,75 + \log \frac{0,09 \text{ mol/l}}{0,11 \text{ mol/l}} = 4,66 = 0,09$$

Mittwoch, 28. Januar 2015

In einer Pufferlösung beträgt das Konzentrationsverhältnis von Hydrogencarbonat-ionen zu Kohlensäure 20:1. Es soll der pH-Wert dieser Lösung berechnet werden. Der pKs wert der Kohlensäure beträgt 6,4



$$\text{pH} = \text{pKs} + \log \frac{c(\text{HCO}_3^-)}{c(\text{H}_2\text{CO}_3)} = 6,4 + \log \frac{20}{1} = 7,70$$

zu einen 1 mol / l Acetatpuffer werden 0,05 NaOH zugesetzt berechnen sie die pH Wert der Pufferlösung

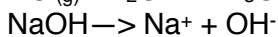
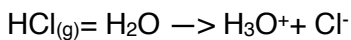
$$\text{pH} = \text{pKs} + \log \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

$$\text{pH} = 4,75 + \log \frac{1 \text{ (mol/l)} - 0,05 \text{ (mol/l)}}{0,05 \text{ (mol/l)}} = 4,79$$

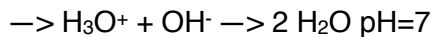
$$\text{pH} = 4,79$$

2.9 Säure-Base-Titration

Prinzip: Die Neutralisation einer Säure (Base) durch eine Base (oder Säure) ergibt Salz und Wasser



$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{HCl}) \quad n(\text{OH}^-) = n(\text{NaOH})$$



Die Säure Base Titration ist ein Maßanalytisches Verfahren zur Bestimmung der Konzentration von Säuren bzw Basen in einer Lösung.

Alkalimetrie: Konzentration Bestimmung einer Säure mittels Base

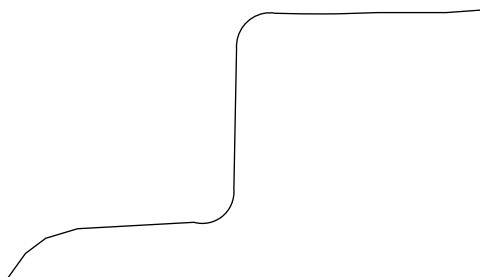
Acidimetrie Konzentration Bestimmung einer Base mittels Säure.

Die Bestimmung erfolgt durch Titration mit einer Maßlösung

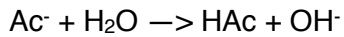
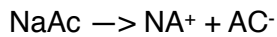
z.B 0,1 mol/l NaOH

0,1 mol/l HCl

Untergliederung der Kurve



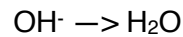
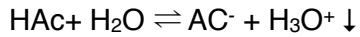
- 1) Startpunkt-pH-Wert im stark sauren Bereich, da nur HCl vorliegt. Ingsamer Anstieg des pH-Wertes, da zugegebene OH^- -Ionen mit H_3O^+ -Ionen zu Wasser reagieren $\rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) \downarrow$
- 2) -stark er pH-Wert Anstieg, bei gleichbleibenden Volumen
-pH=7 Äquivalenzpunkt: $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{H}_2\text{O})$
-Neutralisationspunkt und Äquivalenzpunkt auf den Blatt.
- 3) Anstieg des pH-Wertes wird geringer. Titrationskurve nähert sich den pH-Wert der Maßlösung



2.9.2 Titration einer schwachen Säure mit einer starken Base. Donnerstag, 29. Januar 2015

Titrationsskurve von HAc mit NaOH

100 ml Essigsäure $c(\text{HAc})=0,1 \text{ mol/l}$ werden mit Natronlauge $c(\text{NaOH})=1 \text{ mol/l}$ titriert



Berechnung der Titrationsskurve

$$\text{pH} = 0,5 \cdot (\text{pK}_s - \log c(\text{Säure}))$$

$$\text{pH} = 0,5 \cdot (4,75 - \log 10^{-1}) = 0,5 \cdot 5,75 = 2,87$$

dann Veränderung von Ha zu Ac⁻ beachten

$$K_s = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Ac}^-) / c(\text{HAc})$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = K_s \cdot c(\text{HAc}) / c(\text{Ac}^-) \quad \text{Henderson Hasselbach Gleichung } \text{pH} = \text{pK}_s - \log c(\text{HAc}) / c(\text{Ac}^-)$$

10 % Neutralisation

$$c(\text{HAc}) - 10\% / c(\text{Ac}^-) + 10\%$$

$$= (0,1 - 0,01) / (0 + 0,01) = 0,09 / 0,01$$

$$\text{pH} = 4,75 - \log 0,09/0,01$$

$$\text{pH} = 3,8$$

50 % Neutralisation

$$c(\text{HAc}) - 50\% / c(\text{Ac}^-) + 50\%$$

$$\text{pH} = (0,1 - 0,05) / (0 + 0,05) = 0,05 / 0,05$$

$$\text{pH} = 4,75 - \log 1$$

$$\text{pH} = 4,75$$

Am Halbäquivalenzpunkt $\text{pH} = \text{pK}_s$

90 % Neutralisation

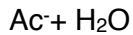
$$c(\text{HAc}) - 90\% / c(\text{Ac}^-) + 90\%$$

$$\text{pH} = (0,1 - 0,05) / (0 + 0,05) = \log (0,01 / 0,09)$$

$$\text{pH} = 4,75 + 0,95$$

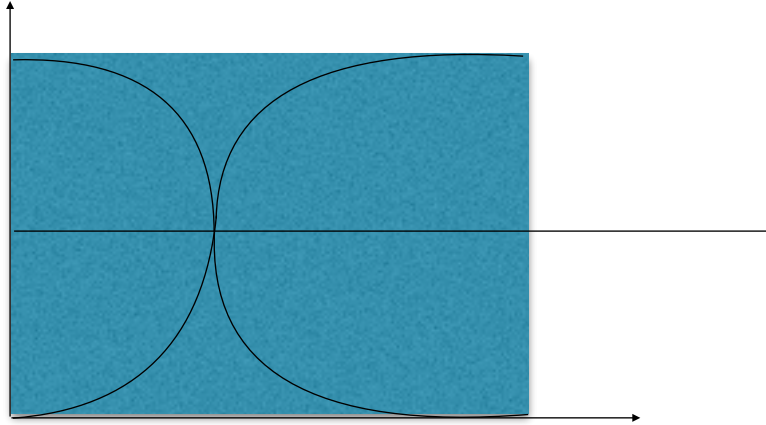
$$\text{pH} = 5,7$$

Am Äquivalenzpunkt

Lösung gegiert basisch, da Ac^- umstarke Base

Starke Säure + Starke Base

Mittwoch, 4. Februar 2015

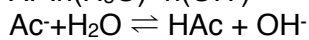


Nach oben pH

nach rechts V(Tritant) in ml

Der Strich in der Mitte = pH 7 = Wasser $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$

Der Schnittpunkt ist der Äquivalenzpunkt

AP: $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$ 

0% Neutralisation	10% Neutralisation	50% Neutralisation
$c(\text{HAc}) = c_0(\text{HAc})$	$\text{HAc} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ac}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \downarrow$	
„keine“ H_3O^+ -Ionen	\downarrow $\text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$	Am Äquivalenzpunkt
$\text{HAc} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ac}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$\text{pKs} - \log(0,1 - 0,01)/0,01$	$\text{pKs} - \log(0,1 - 0,05)/0,05$
$\text{pH}_{\text{Anfang}} = 0,5 * (\text{pKs} - \log c_0(\text{HAc}))$	$\text{pH}_{\text{Anfang}} = 0,5 * (\text{pKs} - \log c_0(\text{HAc}))$	$\text{pH} = \text{pKs} - \log 1$

Am Halbäquivalenzpunkt entspricht der pH-Wert den des pKs-Wertes!

folglich-„starker“ korrespondierende liegt for!

$$\text{pOH} = 0,5(\text{pKb} - \log c(\text{Ac}^-))$$

$$c_0(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol/l}$$

100% Neutralisation

$$c(\text{HAc}) = 0 \text{ mol/l}$$

$$c(\text{Ac}^-) = 0,1 \text{ mol/l}$$

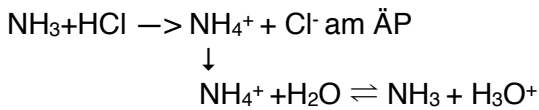
$$\text{pOH} = 0,5(9,25 - \log 0,1)$$

$$= 0,5(9,25 + 1)$$

$$\text{pH} = 8,87 \triangleq \text{Äquivalenzpunkt}$$

2.9.3 Titration einer nicht schwachen Base mit starker Säure

Abb 3 auf den Blatt



Fazit:

Bei einer Titration einer :

- schwachen Säure mit einer starken Base ist der $\ddot{\text{A}}\text{P}$ in den Alkalischen Bereich verschoben
- schwachen Base mit einer starken Säure ist der $\ddot{\text{A}}\text{P}$ in den Sauren Bereich verschoben.

2.9.4 Halbtitration

\triangle analytisches vorgehensweise, um die pK_s Wert einer schwachen Säure experimentell zu bestimmen.

Titration: schwache Säure mit starker Base bis zum $\ddot{\text{A}}\text{P} \triangle$ Neutralisation

-Halbtitration Zugabe von 0,5 V(Base) \triangle 50% Neutralisation \rightarrow Halbäquivalenzpunkt

$\text{pH} = \text{pK}_s - \log \{c(\text{HA})/c(\text{A}^-)\}$ es gilt $c(\text{HA}) = c(\text{A}^-)$

$\text{pH} = \text{pK}_s$

2.9.5 Wahl des richtigen Indikator

Die es sich bei Säure-Base-Indikatoren um schwache org Säure bzw Basen handelt, gilt ebenfalls die Henderson-Hasselbach Gleichung.

Gleichung: $\text{HIndikator} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Indikator}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

$\text{pH} = \text{pK}_s - \log \{c(\text{HIndikator})/c(\text{Indikator}^-)\}$

Die Konzentration der Base muss etwa das zehnfache der Indikator Säure betragen und umgekehrt, damit ein Farbumschlag für das Auge wahrnehmbar wird.

Ein Indikator hat einen Umschlagbereich von ca: $\text{pH} = \text{pK}_s(\text{HIndikator}) \pm 1$

4. Redoxgleichgewicht

Mittwoch, 11. Februar 2015

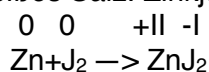
4.1 Redoxreaktionen sind umkehrbar

V1: Zink mit Jod verwickeln und im Reagenzglas erhitzen

\rightarrow heftige Reaktionen, violette Dämpfe

V2: Feststoff aus V1 in Wasser lösen, abfiltrieren und anschließen die klare Lösung eindampfen.

\rightarrow weißes Salz. Zinkjodid



Ox: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Red: $\text{J}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{J}^-$

Zn = Reduktionsmittel = e^- -Donator

J_2 = Oxidationsmittel = e^- -Akzepter

Redox: $\text{Zn} + \text{J}_2 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{J}^-$

$\triangle E < 0$

Redmittel: Bewirken die Reduktion anderer Stoffe und werden selbst dabei oxidiert
 Oxmittel: Bewirken die Oxidation anderer Stoffe und werden selbst dabei reduziert

V3: Zerlegung von ZnJ_2 mittels Elektrolyse

((((Elektrolyse siehe Internet bzw Klasse 8))))

Beim negativ Pol: Zinkbaum

Beim positiven Pol: „Jodschlirren“

Am Minus Pol: Reduktion: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Am Plus Pol: Oxidation: $\text{J}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{J}^-$

Redox: $\text{Zn} + \text{J}_2 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{J}^-$ $\Delta E < 0$

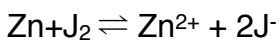
Korrespondierende Redoxpaare

e^- -Donator $\xrightleftharpoons[\text{Re}]{\text{Ox}}$ e^- -Akzeptor + Elektron(en)



Redoxreaktion immer zwei korrespondierende Redoxpaare beteiligt.

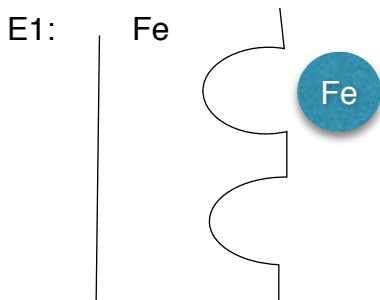
Kurzschreibweise: Rediform Oxiform
 Redoxpaar I: Zn/Zn^{2+} Redoxpaar II: J^-/J_2

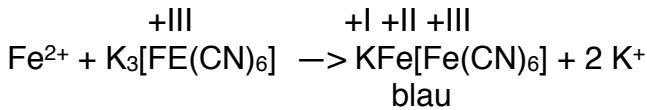


4.2 „Edle und Gemeine“- die Hierarchie der Metalle

V1: Fe-Nagel in rotes Blut laugensalzlösung $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

B1: Fe-Nagel umgibt sich mit einer blauen Farbe

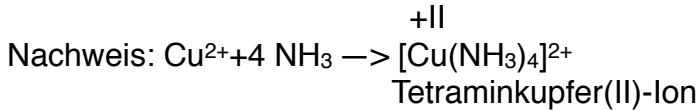
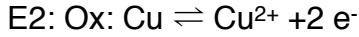




Eisen hat Bestreben in Lösung zu gehen \rightarrow LÖSUNGSTENSION
 e^- bleibt zurück und erzeugen einen \rightarrow ELEKTRONENDRUCK

V2: Cu-Blech in NH_3 -Lösung

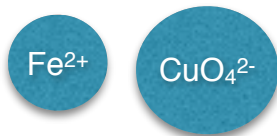
B2: Blaufärbung



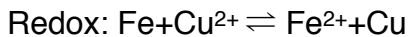
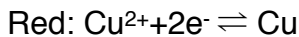
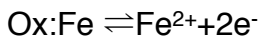
V3: Eisennagel in CuSO_4 -Lösung

B3: Blaufärbung verschwindet, Nagel mit Cu-Schicht überzogen

E3: Bild wie bei V1



Cu^{2+} reagiert mit den e^- in der Wand und es entsteht Kupfer an der Wand



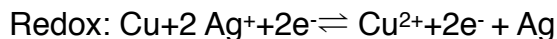
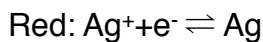
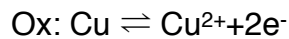
Eisen besitzt eine höhere Lösungstension und kann daher einfacher Kupfer-Ionen reduzieren. Eisen ist ein stärkerer Elektronen-donator und daher ein stärkeres Redoxionsmittel

V4: Cu-Blech in Silbernitrat-Lsg

Donnerstag, 12. Februar 2015

B4: Cu-Blech mit Ag überzogen

E4:



Cu hat eine höhere Lösungstension als Ag. Cu ist ein stärkerer e^- - Donator





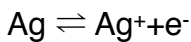
Metalle können entsprechend ihren e^- -Druck geordnet werden (=Fähigkeit, das rechts stehende Metall zu reduzieren)



e^- -Druck



Redoxreihe: Fe/Fe^{2+} Cu/Cu^{2+} Ag/Ag^+

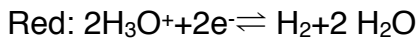
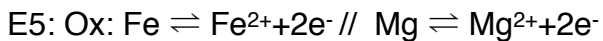


Die Tendenz zur Elektronenabgabe ist bei verschiedenen korrespondierenden Redoxpaaren unterschiedlich und wird als Redoxpotential E bezeichnet.

V5: Cu-Blech Fe-Nagel Mg-Späne +HCl

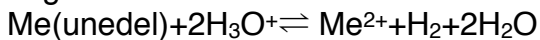
B5: — — leicht starke

GASENTWICKLUNG

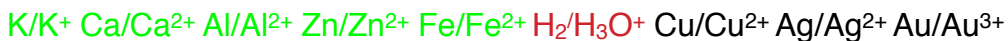


Redoxpaar: $\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+$

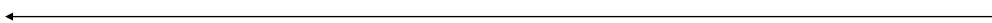
Allgemeine: Metalle in HCl



Redoxreihe der Metalle



Unedel Nicht Metall Edel



Zunahme des Reduktionsvermögens.

Mittwoch, 25. Februar 2015

- informiert darüber, welche Redoxreaktionen
- jedes Metall (e^- -Donator) reduziert in obiger Reihe die Ionen (e^- -Akzeptor) der rechts von ihm stehenden Metalle
- unedle Metalle werden in Saurer Lösung unter H_2 Entwicklung oxidiert.
— — —> edle Metalle zeigen dieses Verhalten nicht.

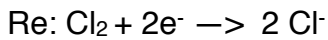
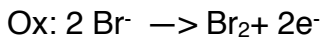
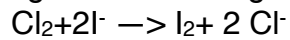
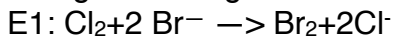
3.3 Redoxreihe der Nichtmetalle

V1: KBr-Lsg und KJ -Lösung in Cl_2 -Wasser



B1: :gelbfärbung

gelb-rot-Färbung

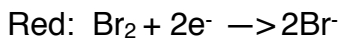
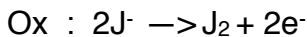
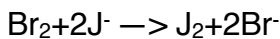


Chlor oxidiert: Bromionen Jodidion zu Brom bzw Jod.

V2: KJ-Lösung in Brom-Wasser



B2: Geld-rot Färbung



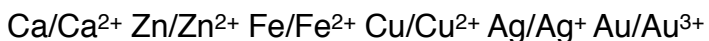
Nichtmetalle lassen sich aufgrund ihrer Fähigkeit, andere Nichtmetalle zu oxidieren, in folgende Reihe stellen.



Zunahme des Oxidationsvermögen

Jedes Nichtmetall oxidiert die links von ihm stehenden Nichtmetallionen.

Zusammenfassung:



Oxidationsvermögen der Metallionen

In anderer Richtung Reduktionsvermögen der Metallatome



Oxidationsvermögen der Moleküle

In anderer Richtung Redaktionsvermögen der Ionen

3.4 Galvanisches Element

Donnerstag, 26. Februar 2015

Zn-Blech tauscht in CuSO_4 -Lösung

Cu wird auf den Blech abgeschieden

Ox: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

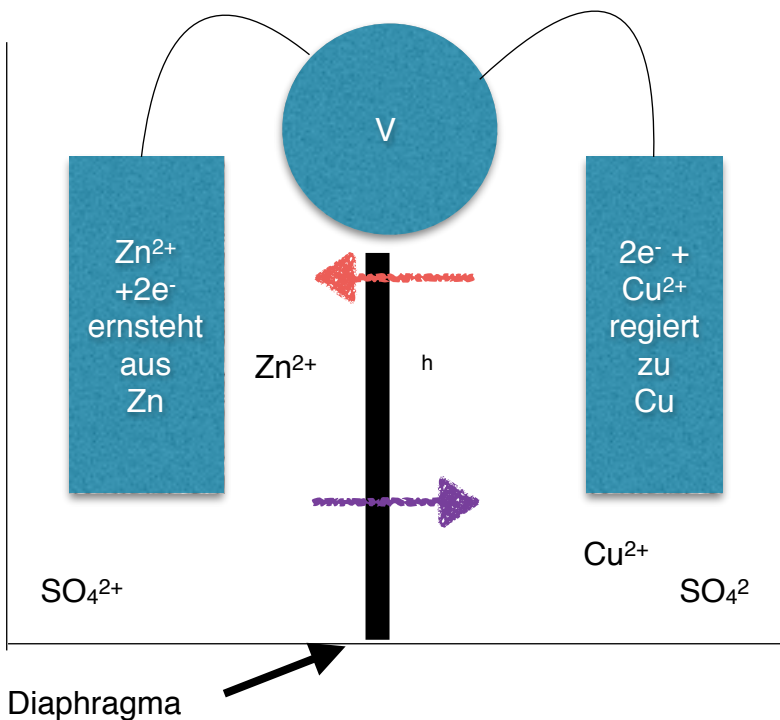
Red: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Redox: $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$

→ Nachweis der e^- der e^- Übertragung

Anode -

Kathode +



Nachweis Sturmflut $I=20 \text{ A}$

Spannung

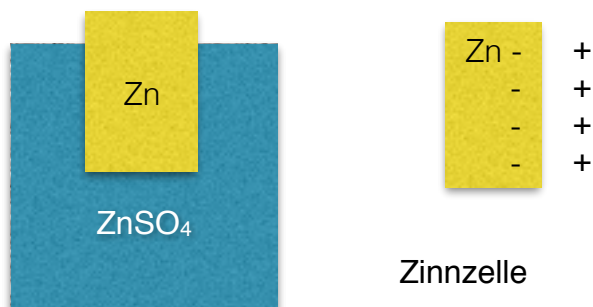
$U=1,1 \text{ V}$ = elektronische Potenzial

= Redoxpotenzial

Galvanisches Experiment

Aufbau eines galvanischen Elements

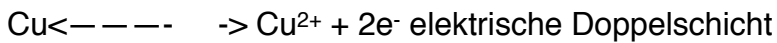
Aufbau des galvanischen Elementes Zinkhalbzelle - Oxidation



Zinnzelle

Kupferhalbzelle

Wie bei Zinn, nur mit Kupfer und + und - vertauscht.

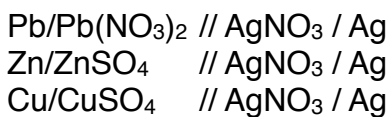


Merke: Eine Halbzelle (Halbelement) entsteht durch das Eintauchen eines Metalls in seine Salzlösung und stellt so mit einem korrespondierenden das Redoxpaar her.

Ein Galvanisches Element ist die elektrische und metallische Verbindung zweier Halbelemente.

Kurzschreibweise $\text{Zn}/\text{ZnSO}_4 // \text{CuSO}_4 // \text{Cu} \rightarrow$ Daniell-Element

e^- - Donator	Halbzelle	Anode	Oxidation
e^- - Akzeptor	Halbzelle	Kathode	Reduktion



Mittwoch, 4. März 2015

Die Halbzelle wirkt als e^- -Donator, deren Redoxpaar weiter links in der Redoxreihe steht.

Daniell-Element

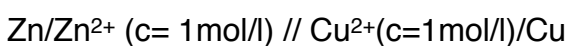
Spannungsmessung: 1,1 V

→ Galvanisches Elemente dienen als elektrochemische Spannungsquellen.

Merke: Jedes Redoxpaar eines Halbelements besitzt ein elektrisches Potenzial. Siehe Elektrische Doppelsicht.

Die Differenz beider Potenziale ergibt bei Stromloser Messung Redoxpotenzial: (ΔE oder Leerlaufspannung U). Einheit V

Standard halbelement: $T=25^\circ\text{C}$ Elektrolyt: $c(\text{Me}^{2+})=1\text{ mol/l}$



$$U = \Delta E^0 = E^0_{\text{Kathode}} + E^0_{\text{Anode}}$$

Für Daniell-Element gilt:

$$E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = -0,76$$

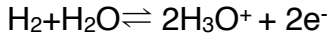
$$E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = +0,36$$

$$U = \Delta E^0 = 0,34\text{V} - (-0,76) = 1,1$$

3.5 Die elektroische Spannungsreihe

SWE s Arbeitsblatt

Redoxgleichgewicht an der Platinelektrode



Das elektrische Potenzial (E^0) der SWE $E^0(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) = 0\text{V}$

Zink-Standard-Potenzial $E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = 0,76\text{V}$

Anode: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Katode: $2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2$

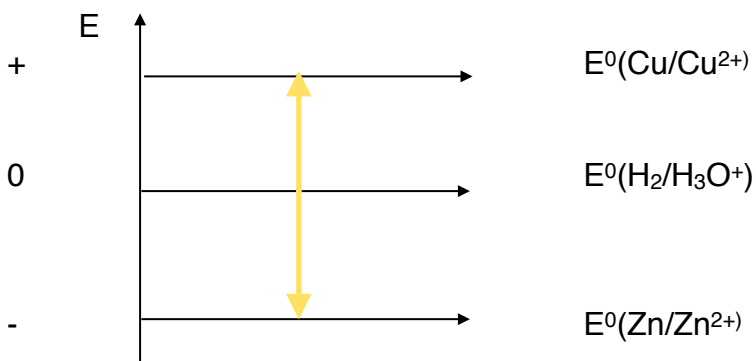
Kupfer-Standard-Potenzial: $E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = 0,34\text{V}$

Anode: $\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^-$

Katode: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Merke: Das Standardpotenzial $E^0(\text{X}/\text{X}^{2+})$ ist die Spannung aus SWE ($\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+$) und der Standardhalbzelle X/X^{2+} .

Elemente (e-Donator), die Elektronen an die SWE abgeben haben ein negatives Standardpotenzial. Elemente /e-Akzeptor), die Elemente von der SWE aufnehmen, haben ein positives Standardpotenzial.



Metallatome und Nichtmetalle sind umso stärkere Reduktionsmittel je negativer das Standardpotenzial ist.

Metall-Ionen und Nichtmetalle sind umso stärkere Oxidationsmittel, je positiver das E^0 ist

1. Berechne die Leerlaufspannung, die eine galvanische Zelle aus folgenden Zellzellen bei Standard Bedingungen.
 1. Magnesium//Bleizelle
 2. Fe^{3+} //Silberhalbzelle

zu 1) $E^0(\text{Mg}/\text{Mg}^{2+}) = -2,36\text{V}$

$E^0(\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}) = -0,13\text{V}$

$U = \Delta E = -0,13\text{V} - (-2,36\text{V}) = 2,23\text{V}$

zu 2) $E^0(\text{Fe}/\text{Fe}^{3+}) = -0,04\text{V}$ = Anode
 $E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = 0,80\text{V}$ = Katode
 $0,80 - (-0,04) = 0,84\text{V}$

Donnerstag, 5. März 2015

2 Aus den Redoxpaaren Fe/Fe^{2+} und Cl^-/Cl_2 soll ein Galvanisches Element aufgebaut werden.

- a) $V(\text{Galvanisches Element})$?
- b) Zeichne die Versuchsanordnung
- c) Elektronenübergänge bei Stromfluss?

$E^0(\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}) = -0,41\text{V}$ Anode
 $E^0(\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) = 1,36\text{V}$ Kathode

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{K}} - E^0_{\text{A}} = 1,36 - (-0,41) = 1,77\text{V}$$

b) Siehe oben (Eintrag von Donnerstag 26 Februar)

Ausnahmen: Cl_2 Wird rein gespült mit einem Schlauch und in der Rechten Halbzelle entsteht KCl .

$\text{Fe}/\text{Fe}^{2+} // \text{Cl}^-/\text{Cl}_2/\text{Pt}$ = Kurzschreibweise

c) Anode: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$
Kathode: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$

Redox: $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

3 Chlorgas in Na_2S -Lösung $c(\text{Na}_2\text{S}) = 1\text{ mol/l}$ eingeleitet, Ermittle das Reaktionsschema für die ablaufende Reaktion

$E^0(\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) = +1,36$
 $E^0(\text{S}^{2-}/\text{S}) = -0,51$

Ox: $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S} + 2\text{e}^-$
Red: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$

$\text{Cl}_2 + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{S} + 2\text{Cl}^-$

Mittwoch, 11. März 2015

$E = E^0 + 0,059\text{V}/z \cdot \log C_{\text{Ox}}/C_{\text{red}}$
 E = Redoxpotenzial bei beliebiger Konzentration der Elektolyten
 E^0 = Standardpotenzial
 z = Zahl der transportierten e^-
 C_{Ox} = konz. aller Stoffe auf der Seite des Ox. Mittel
 C_{red} = konz. aller Stoffe auf der Seite des Red. Mittel

Anwendung:

a) Kupfer-Elektrode

$$E(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) + 0,059\text{V}/2 \cdot \log c(\text{Cu}^{2+})/c(\text{Cu}) \quad c(\text{Cu}) = \text{Kons}$$

$$\begin{aligned} E(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) &= +0,36\text{V} + 0,059/2 \cdot \log 0,1 \\ &= +0,36\text{V} + 0,0295 \cdot (-1) \\ &= +0,36 - 0,0295 \\ &= 0,3305 \\ &= ,33 \text{ V} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{mit } c(\text{Cu}^{2+}) &= 1 \text{ mol/l} \\ &= \log 1 = 0 \quad \rightarrow E = E^0 \end{aligned}$$

Folgendes geht mit der Konzentration 1 in den Bruch ein (s. Nenner)

- H_2O (K_{noz} = konstant 55,5 mol/l)
- Feststoffe
- Gase mit $p=1$ bar (konstante Dichte)
- Niederschläge bzw. Bodensätze (konst. Fläche)

b) Redoxpaar ($\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+$)

$$E = E^0 + 0,059\text{V}/2 \cdot \log c(\text{H}_3\text{O}^+)/c(\text{H}_2) \cdot c^2(\text{H}_2\text{O})$$

$$E^0 + 0,059\text{V}/z \cdot \log c^2(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$\text{Ist im Neutralen } \text{pH}=7 \rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

$$E = 0 \text{ Volt} + 0,059\text{V}/z \cdot \log (10^{-7})^2$$

pH-Abhängigkeit von Redoxpotenzialen

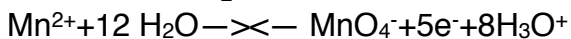
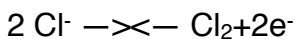
Kombination

- einer Halbzelle aus ($\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-$) mit folgender Konz.

$$c(\text{MnO}_4^-) = 0,2 \text{ mol/l} \text{ und } c(\text{Mn}^{2+}) = 0,002 \text{ mol/l}$$

einer Standard Chlor-Halbzelle; wobei in Versuch A ein pH von 1 und in Versuch 3 ein pH von 4 in der ($\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-$)-Halbzelle herrscht.

$$\begin{array}{ll} E^0(\text{Cl}/\text{Cl}_2) = +1,36 \text{ V} & \text{Anode} \\ E^0(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = 1,51 \text{ V} & \text{Kathode} \end{array}$$



Redmittel oxMITTEL

$\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-$ Halbzelle keine Standardbedingung

$$E(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = E^0(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) + 0,095\text{V}/5 \cdot \log c(\text{MnO}_4^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)/c(\text{Mn}^{2+})$$

5 wegen den Elektronen

$$E(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = 1,51 \text{ V} + 0,095/5 \text{ V} \cdot \log 0,2 \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)/0,002$$

A) $\text{pH}=1$ $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-1} \text{ mol/l}$

$$E(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = 1,51 \text{ V} + 0,095/5 \cdot \log 0,2 \cdot (10^{-1})^8/0,002$$

$$E(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = +1,44 \text{ V}$$

bei $\text{pH}=4$ $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-4}$

$$E(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = +1,16 \text{ V}$$

Versuch A

$$E^0(\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) = 1,36$$

Ox

$$E(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = 1,44$$

Red

$$\text{---} \text{---} \text{---} \text{---} \rightarrow 1,44 - 1,36 = 0,08 \text{ V}$$

Versuch B

$$E^0(\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) = 1,36$$

Red

$$E(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = 1,16$$

Ox

$$1,36 - 1,16 = 0,2 \text{ V}$$

V: KMnO_4 + konz. HCl

B: Entfärbung, Geruch nach Cl_2

$$E: E^0(\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) = 1,36 \text{ V}$$

$$E^0(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = 1,51 \text{ V}$$

Wenn der Red1 seine elektronen ab gibt, so sinkt E^0

Die reduzierende Form, mit den negativeren Standardpotenzial, reagiert mit der oxidierten Form, mit der des positiven Standardpotenzial.

Aluminothermische Verfahren

Termit mit schweißen von Eisenbahnschienen

Termit: Al -Gries/ Eisen-oxid

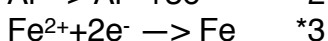
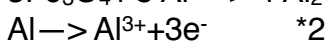
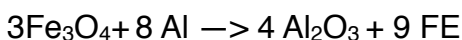
$$E^0(\text{Al}/\text{Al}^{3+}) = 1,68 \text{ V}$$

$$E^0(\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}) = -0,41 \text{ V}$$

$$E^0(\text{Fe}/\text{Fe}^{3+}) = 0,04$$

Magnetit (Magneteneisenstein)

II III



3.7 Die erzwungene Redoxreaktion

Sonntag, 1. März 2015

Die erzwungene Reaktion, ist ein Galvanisches Element, bei dem eine Spannungsquelle angeschlossen ist, bei der die Kathode eine negative Spannung angelegt wird und an der Anode eine positive. Diese Spannung sorgt dafür, dass sich die Reaktion in umgedrehter Richtung zurückführen lässt. Die Oxidation wird rückgängig gemacht. Dies gilt eben so für die Reduktion. Dadurch wächst die Anode wieder an und die Kathode wird kleiner. Wenn diese Spannungsquelle abgeschaltet wird, so starten die alten Reaktionen wieder und es entsteht ein Stromfluss.